

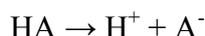
## ACIDI E BASI

Nella classificazione dei composti inorganici è stata data una definizione di acido e di base limitata al loro modo di reagire, senza tenere conto delle loro caratteristiche elettrolitiche. Da questo punto di vista, la definizione di **acido** e di **base** ha subito una certa evoluzione che ha permesso di generalizzare sempre più i concetti relativi.

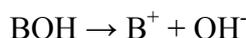
### Teoria di Arrhenius (1886)

Secondo Arrhenius si definisce:

- **acido** un composto che in soluzione acquosa è capace di dissociare lo ione idrogeno  $H^+$



- **base** un composto che in soluzione acquosa è capace di dissociare lo ione ossidrile  $OH^-$



Tali definizioni però non sono sufficientemente estensive, in quanto sono limitate alle soluzioni acquose e non evidenziano neppure il ruolo dell'acqua (come solvente) nel partecipare alla dissociazione.

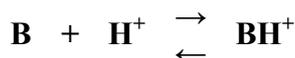
### Teoria di Brønsted – Lawry (1923)

Secondo Brønsted – Lawry si definisce che:

- **acido** è una sostanza capace di cedere protoni  $H^+$ ;



- **base** è una sostanza capace di fissare protoni  $H^+$ ;

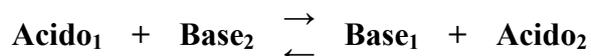


È implicito, nella definizione data, che **ad ogni acido corrisponde una base coniugata** e, viceversa, **ad ogni base corrisponde un acido coniugato**.

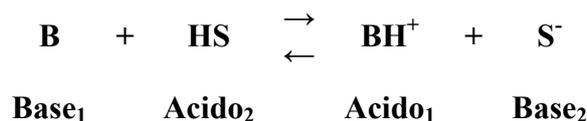
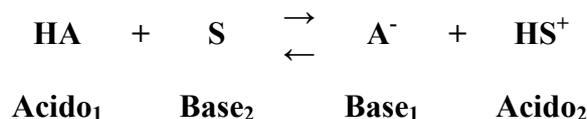
Negli equilibri rappresentati qui sopra si individuano perciò **due coppie coniugate acido/base**:  $HA/A^-$  e  $BH^+/B$ .

L'esistenza dei protoni liberi in soluzione è poco probabile, per cui, affinché un acido ed una base possano comportarsi come tali, devono essere in presenza di sostanze capaci di fissare o fornire protoni, cioè di un altro sistema acido/base.

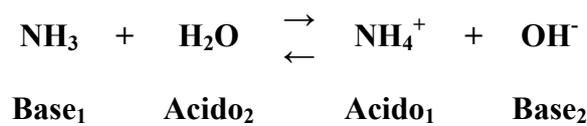
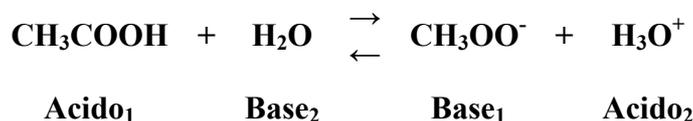
Le **reazioni acido/base** sono **sempre** delle **reazioni fra coppie coniugate** e, all'equilibrio, possono essere rappresentate in maniera del tutto generale, nel seguente modo:



In molti casi è il **solvente** stesso (**S**) ad avere caratteristiche acide o basiche e può partecipare anch'esso agli equilibri, secondo lo scambio protonico:



Alcuni solventi, come l'acqua, possono agire sia da acido, sia da base:



La specie  $\text{H}_3\text{O}^+$  è l'acido coniugato della base  $\text{H}_2\text{O}$  e, a sua volta,  $\text{H}_2\text{O}$  è l'acido coniugato della base  $\text{OH}^-$ : l'**acqua** è dunque un **solvente anfiprotico**.

### Teoria di Lewis

Lewis estende ulteriormente i concetti di acido e di base, ma il significato ne risulta profondamente mutato rispetto alle teorie precedenti: per questo è opportuno parlare di **acido di Lewis** o di **base di Lewis**.

**L'acido di Lewis è una specie chimica che è in grado di accettare una o più coppie di elettroni.**

Una coppia di elettroni esterni di un atomo, situati in un orbitale completo e quindi non impegnato in un legame covalente classico sono definiti come **lone pairs** (coppia solitaria) che interessa ad esempio la formazione del legame dativo.

**Una base di Lewis è una specie chimica in grado di fornire uno o più coppie di elettroni (lone pairs).**

**Una reazione tra un acido di Lewis e una base di Lewis consiste essenzialmente nella formazione di legami dativi o di coordinazione.**

Facendo reagire, per esempio, trifluoruro di boro ( $\text{BF}_3$ ) con ammoniaca ( $\text{NH}_3$ ) si osserva quanto segue:

- il **trifluoruro di boro** è un **acido di Lewis**: accetta un lone pairs (orbitale  $2s^2$  dell'azoto); il boro subisce una ibridazione  $sp^2$  (triangolare, planare) e dispone di 3 elettroni di valenza; il fluoro ha 7 elettroni di valenza;

- l'**ammoniaca** è una **base di Lewis** e fornisce un lone pairs (orbitale  $2s^2$  dell'azoto); l'azoto ha 5 elettroni di valenza e l'idrogeno ha un elettrone di valenza.

E' da notare che le **basi di Brönsted – Lawry sono anche basi di Lewis**.

Infatti la specie chimica che addiziona un protone (che è una base secondo Brönsted – Lawry) lo fa appunto legandolo per mezzo di un lone pairs (comportamento tipico di una base di Lewis).

Ad esempio l'ammoniaca  $NH_3$  lega a sé un protone, coordinandolo, per formare lo ione ammonio  $NH_4^+$ .

Meno immediatamente si inquadrano gli **acidi di Brönsted – Lawry** fra quelli di Lewis.

Infatti acidi quali l'acido cloridrico ( $HCl$ ), l'acido solforico ( $H_2SO_4$ ) o l'acido acetico ( $CH_3COOH$ ) sono delle molecole sature di elettroni e non hanno la possibilità di accettare dei lone pairs: quindi non sono acidi di Lewis.

Essi possono però fornire protoni  $H^+$ : ma poiché il protone  $H^+$  è un acido di Lewis, perché può accettare un lone pairs, **gli acidi di Brönsted – Lawry possono essere fatti rientrare indirettamente fra quelli di Lewis**.